

Échauffements

Réaction d'oxydoréduction

1 a. Les ions H^+ sont réduits en H_2 lors de leur réaction avec le zinc Zn qui se transforme en ions Zn^{2+} .

Écrire les demi-équations puis l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

b. Les ions fer (II) réagissent avec les ions permanganate selon l'équation suivante :



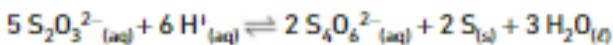
Écrire la demi-équation traduisant une oxydation.

c. La réaction suivante est spontanée et totale :



Identifier l'oxydant et le réducteur mis en jeu lors de la transformation et écrire les demi-équations.

2 L'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ est à la fois le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple. Il se dismute en milieu acide :



Le soufre solide « colloïdal » en suspension dans la solution rend la solution trouble.

a. Identifier dans la réaction les oxydants et réducteurs mis en jeu.

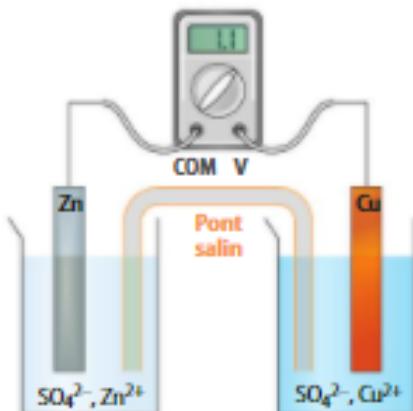
b. Écrire les deux couples oxydant-réducteur auxquels appartient l'ion thiosulfate.

c. Combien d'électrons sont échangés lors de la réaction ainsi écrite ?



Modèle de la pile électrochimique

3 Une pile cuivre-zinc est schématisée ci-dessous.



a. Indiquer la polarité de la pile.

b. Écrire les demi-équations à chaque électrode.

c. Quelle est l'espèce réduite ?

d. Écrire l'équation du fonctionnement de la pile.

4 L'équation du fonctionnement d'une pile cuivre-argent est $Cu_{(s)} + 2 Ag^+_{(aq)} \rightleftharpoons 2 Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$.

■ Réaliser le schéma de la pile en indiquant ses polarités.

Évolution spontanée d'un système chimique

5 Les ions cuivre (I), qui appartiennent aux deux couples oxydant-réducteur Cu^+/Cu et Cu^{2+}/Cu^+ , sont instables et réagissent avec eux-mêmes selon une réaction de constante d'équilibre K . Dans un volume $V = 1,0\text{ L}$ d'eau, on introduit une quantité de matière $n = 2,0\text{ mmol}$ de chlorure de cuivre (I) (Cu^+, Cl^-) solide.

a. Écrire l'équation de la réaction.

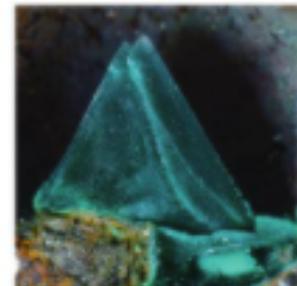
b. À l'état final d'équilibre, on détermine :

- $[Cu^+] = 4,47 \times 10^{-5}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[Cu^{2+}] = 2,00 \times 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

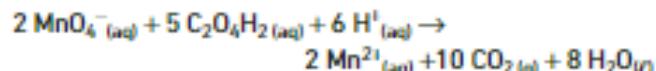
Calculer la valeur de K .

Pour info

Le chlorure de cuivre (I) est le principal constituant du minéral appelé « nantokite ».



6 On mélange $n_1 = 2,4 \times 10^{-3}\text{ mol}$ d'ions permanganate MnO_4^- et $n_2 = 7,2 \times 10^{-3}\text{ mol}$ d'acide oxalique $C_2O_4H_2$ en milieu acide. La réaction totale d'oxydoréduction est :



a. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.

b. Construire le tableau d'avancement de la transformation.

c. Déterminer la valeur de l'avancement x_f à l'état final.

d. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés lors de la transformation.

7 Dans un bêcher, on introduit :

- $m_{Ag} = 0,25\text{ g}$ d'argent ;
- $m_{Pb} = 0,15\text{ g}$ de plomb ;
- $V = 25\text{ mL}$ d'une solution contenant des ions Ag^+ de concentration $c_1 = 0,15\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $V = 25\text{ mL}$ d'une solution contenant des ions plomb Pb^{2+} de concentration $c_2 = 0,15\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$K = 6,8 \times 10^{28}$ est la constante d'équilibre de la réaction :



a. Calculer le quotient de réaction dans l'état initial.

b. En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

c. En considérant que la réaction est quasi-totale, déterminer la quantité de matière d'électrons échangés au cours de la transformation.

Feuille d'exercices réactions forcées

28 Dépôt de cuivre

Exploiter un énoncé • Utiliser un modèle

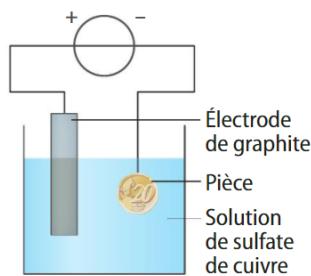
Afin de réaliser un dépôt de cuivre sur une pièce de monnaie, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) entre une électrode de graphite et la pièce à recouvrir.

Sur la cathode, on observe la formation d'un dépôt métallique rouge. Sur l'anode de graphite on observe le dégagement de dioxygène.

Données Couples oxydant-réducteur :



- Quelles espèces chimiques se forment sur chaque électrode ?
- Écrire les demi-équations des réactions se produisant à chaque électrode.
- En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.



36 Accumulateur au plomb

Effectuer un calcul • Exploiter un énoncé

Un accumulateur au plomb est constitué de deux électrodes de plomb dont l'une est recouverte de dioxyde de plomb $\text{PbO}_{2(s)}$ qui plongent dans une solution d'acide sulfurique ($2 \text{H}^+_{(aq)}$, $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$). Il subit une succession de cycles de charge et de décharge.

1. Lors de la décharge, le plomb et le dioxyde de plomb sont consommés. L'accumulateur se comporte comme une pile de capacité $Q = 400 \text{ kC}$. On rappelle que Q est la quantité maximale d'électricité qu'il peut faire circuler.

Données Couples oxydant-réducteur :



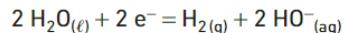
- Écrire les demi-équations des réactions qui se produisent aux électrodes. En déduire les électrodes constituant les bornes positive et négative de la pile.
- Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de l'accumulateur et exprimer le quotient de réaction Q_r en fonction des concentrations des différentes espèces ioniques. À quelle constante Q_r est-il égal quand l'accumulateur est déchargé et s'arrête de fonctionner ?
- Après décharge complète, l'accumulateur doit être rechargeé.
- Comment faut-il procéder ?
- Donner l'équation de la réaction se produisant lors de la charge de l'accumulateur.
- Quelle quantité d'électricité minimale doit traverser l'accumulateur pour le recharger complètement après une décharge complète ?
- Calculer l'augmentation correspondante de la masse de l'électrode de plomb.

32 Eau de Javel

Schématiser une situation

La fabrication de l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$, qui est l'un des constituants de l'eau de Javel, est réalisée par électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)}$, $\text{Cl}^-_{(aq)}$). Les électrodes sont en graphite inerte. Du dichlore gazeux $\text{Cl}_2_{(g)}$ se forme sur l'anode.

Sur la cathode, la réaction est modélisée par la demi-équation :



- Écrire la demi-équation de la réaction qui se produit sur l'anode.

En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.

- Faire le schéma du montage en précisant le sens de circulation des porteurs de charges. Justifier.

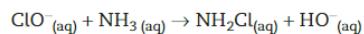
c. La formation de l'ion $\text{HO}^-_{(aq)}$ rend la solution électrolytique dans la cuve de l'électrolyseur basique.

Dans ces conditions, le dichlore formé, oxydant du couple $\text{Cl}_2_{(g)} / \text{Cl}^-_{(aq)}$ et réducteur du couple $\text{ClO}^-_{(aq)} / \text{Cl}_2_{(g)}$, réagit avec lui-même.

Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondante.

Pour info

L'eau de Javel est un désinfectant puissant. Il ne faut jamais la mélanger avec un produit d'entretien ammoniaqué car il se forme du monochloramine NH_2Cl 毒ique selon la réaction :

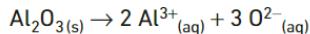


40 Production d'aluminium par électrolyse

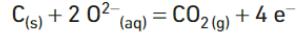
Effectuer un calcul • Utiliser un modèle

L'aluminium est utilisé dans de nombreux secteurs, et a l'avantage d'être recyclable à 100 %. Sa production mondiale en 2018 fut de 64,336 millions de tonnes.

Il peut être préparé à des températures de l'ordre de 1 000 °C, par électrolyse d'alumine $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ dans un bain de cryolithe, servant de solvant et permettant d'abaisser la température de fusion de l'alumine. Dans ces conditions, l'alumine se décompose suivant la réaction :



La cathode est un creuset en graphite inerte, contenant l'alumine liquide, dans lequel l'aluminium va se former. L'anode est en carbone et elle est consommée lors de l'électrolyse suivant la réaction :



Les cuves actuelles possèdent 20 paires d'électrodes, parcourues par des courants de même intensité I . Chaque anode a une aire $A = 0,45 \text{ m}^2$ et est traversée par un courant de densité $j_s = \frac{I}{S} = 0,80 \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2}$.

Donnée Couple oxydant-réducteur : $\text{Al}^{3+}_{(aq)} / \text{Al}_{(s)}$

- Écrire l'équation de réduction à la cathode.

- En déduire l'équation de réaction de l'électrolyse.

- Quelle est la durée nécessaire pour fabriquer 1,0 tonne d'aluminium par ce procédé ?